

O anglo resolve

a prova de Química do ITA dezembro de 2008

É trabalho pioneiro.

Prestação de serviços com tradição de confiabilidade.

Construtivo, procura colaborar com as Bancas Examinadoras em sua tarefa de não cometer injustiças.

Didático, mais do que um simples gabarito, auxilia o estudante no processo de aprendizagem, graças a seu formato: reprodução de cada questão, seguida da resolução elaborada pelos professores do Anglo.

No final, um comentário sobre as disciplinas.

O Instituto Tecnológico de Aeronáutica — ITA — é uma escola de engenharia mundialmente conhecida.

Com o mesmo zelo com que trata seus excelentes cursos (Engenharia Aeronáutica, Engenharia Mecânica Aeronáutica, Engenharia de Infra-Estrutura Aeronáutica, Engenharia Elétrica e Engenharia de Computação), trata seu vestibular, que é realizado em 4 dias:

1º dia: FÍSICA, com 20 questões de múltipla escolha e 10 questões dissertativas.

2º dia: PORTUGUÊS, com 20 questões de múltipla escolha e uma redação, e INGLÊS, com 20 questões de múltipla escolha.

3º dia: MATEMÁTICA, com 20 questões de múltipla escolha e 10 questões dissertativas.

4º dia: QUÍMICA, com 20 questões de múltipla escolha e 10 questões dissertativas.

Cada prova tem duração de 4 horas.

A nota da prova de Inglês, embora seja eliminatória, não entra na classificação final.

Em Matemática, Física e Química, as questões de múltipla escolha equivalem a 50% do valor da prova, e a parte dissertativa, aos outros 50%. Na prova de Português, as questões de múltipla escolha equivalem a 60% do valor da prova, e a Redação, a 40%. É eliminado o candidato que tirar ZERO na Redação.

Só é corrigida a parte dissertativa das provas dos 650 melhores classificados nas questões de múltipla escolha.

Serão considerados aprovados nos exames de escolaridade os candidatos que obtiverem nota igual ou superior a 40 (na escala de 0 a 100) e média igual ou superior a 50 (na escala de 0 a 100).

A nota final é a média aritmética das provas de Matemática, Física, Química e Português.

CONSTANTES

Constante de Avogadro = $6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$

Constante de Faraday (F) = $9,65 \cdot 10^4 \text{ C mol}^{-1} = 9,65 \cdot 10^4 \text{ A s mol}^{-1} = 9,65 \cdot 10^4 \text{ J V}^{-1} \text{ mol}^{-1}$

Volume molar de gás ideal = 22,4L (CNTP)

Carga elementar = $1,602 \cdot 10^{-19} \text{ C}$

Constante dos gases (R) = $8,21 \cdot 10^{-2} \text{ atm L K}^{-1} \text{ mol}^{-1} = 8,31 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1} = 62,4 \text{ mmHg L K}^{-1} \text{ mol}^{-1} = 1,98 \text{ cal K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$

Constante gravitacional (g) = $9,81 \text{ ms}^{-2}$

DEFINIÇÕES

Pressão de 1 atm = 760 mmHg = $101325 \text{ N m}^{-2} = 760 \text{ Torr}$

1 N = 1 kg ms^{-2}

Condições normais de temperatura e pressão (CNTP): 0°C e 760 mmHg

Condições ambientes: 25°C e 1 atm.

Condições-padrão: 25°C, 1 atm, concentração das soluções: 1 mol L^{-1} (rigorosamente: atividade unitária das espécies), sólido com estrutura cristalina mais estável nas condições de pressão e temperatura em questão.

(s) ou (c) = sólido cristalino; (l) ou (ℓ) = líquido; (g) = gás; (aq) = aquoso; (graf) = grafite; (CM) = circuito metálico; (conc) = concentrado; (ua) = unidades arbitrárias; [A] = concentração da espécie química A em mol L^{-1} .

MASSAS MOLARES

Elemento Químico	Número Atômico	Massa Molar (g mol^{-1})	Elemento Químico	Número Atômico	Massa Molar (g mol^{-1})
H	1	1,01	Fe	26	55,85
He	2	4,00	Ni	28	58,69
Li	3	6,94	Cu	29	63,55
C	6	12,01	Zn	30	65,40
N	7	14,01	Ge	32	72,64
O	8	16,00	As	33	74,92
Ne	10	20,18	Br	35	79,90
Na	11	22,99	Kr	36	83,80
Mg	12	24,31	Ag	47	107,87
Al	13	26,98	Cd	48	112,41
Si	14	28,09	Sn	50	118,71
S	16	32,07	I	53	126,90
Cl	17	35,45	Xe	54	131,29
Ar	18	39,95	Cs	55	132,91
K	19	39,10	Ba	56	137,33
Ca	20	40,08	Pt	78	195,08
Cr	24	52,00	Pb	82	207,2
Mn	25	54,94	Ra	86	222

Questão 1

Uma mistura sólida é composta de carbonato de sódio e bicarbonato de sódio. A dissolução completa de 2,0g dessa mistura requer 60,0mL de uma solução aquosa $0,5 \text{ mol L}^{-1}$ de HCl. Assinale a opção que apresenta a massa de cada um dos componentes desta mistura sólida.

A) $m_{\text{Na}_2\text{CO}_3} = 0,4 \text{ g}$; $m_{\text{NaHCO}_3} = 1,6 \text{ g}$

B) $m_{\text{Na}_2\text{CO}_3} = 0,7 \text{ g}$; $m_{\text{NaHCO}_3} = 1,3 \text{ g}$

C) $m_{\text{Na}_2\text{CO}_3} = 0,9 \text{ g}$; $m_{\text{NaHCO}_3} = 1,1 \text{ g}$

D) $m_{\text{Na}_2\text{CO}_3} = 1,1 \text{ g}$; $m_{\text{NaHCO}_3} = 0,9 \text{ g}$

E) $m_{\text{Na}_2\text{CO}_3} = 1,3 \text{ g}$; $m_{\text{NaHCO}_3} = 0,7 \text{ g}$

Resolução

$$[\text{HCl}] = 0,5 \text{ mol/L} \left\{ \begin{array}{l} 1000 \text{ mL solução} \text{ ————— } 0,5 \text{ mol HCl} \\ 60 \text{ mL solução} \text{ ————— } x \\ x = 0,03 \text{ mol de HCl} \end{array} \right.$$

Na_2CO_3 : massa molar = 106 g/mol

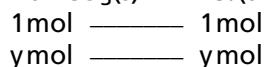
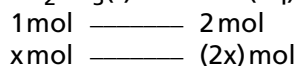
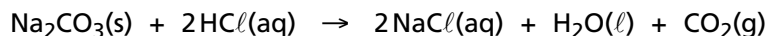
NaHCO_3 : massa molar = 84 g/mol

Consideramos a mistura formada por:

$$x \text{ mol Na}_2\text{CO}_3 \Rightarrow m_{\text{Na}_2\text{CO}_3} = x \text{ mol} \cdot \frac{106 \text{ g}}{\text{mol}} = (106x) \text{ g}$$

$$y \text{ mol NaHCO}_3 \Rightarrow m_{\text{NaHCO}_3} = y \text{ mol} \cdot \frac{84 \text{ g}}{\text{mol}} = (84y) \text{ g}$$

A dissolução dessa mistura pode ser representada pelas seguintes equações:



Concluimos então que:

$$\begin{cases} 2x + y = 0,03 & \Rightarrow y = 0,03 - 2x \\ 106x + 84y = 2 \end{cases}$$

Substituindo na segunda equação:

$$106x + 84(0,03 - 2x) = 2$$

$$106x + 2,52 - 168x = 2$$

$$-62x = -0,52$$

$$x = 8,4 \cdot 10^{-3} \text{ mol de Na}_2\text{CO}_3$$

$$m_{\text{Na}_2\text{CO}_3} = 8,4 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \frac{106 \text{ g}}{\text{mol}} = 0,9 \text{ g de Na}_2\text{CO}_3$$

$$m_{\text{NaHCO}_3} = 1,1 \text{ g}$$

Resposta: C

Questão 2

No ciclo de Carnot, que trata do rendimento de uma máquina térmica ideal, estão presentes as seguintes transformações:

A) duas adiabáticas e duas isobáricas.

B) duas adiabáticas e duas isocóricas.

C) duas adiabáticas e duas isotérmicas.

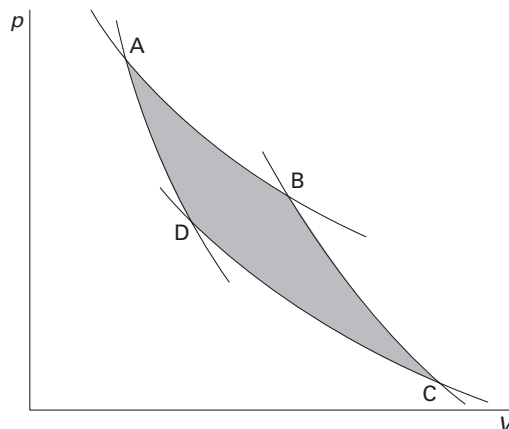
D) duas isobáricas e duas isocóricas.

E) duas isocóricas e duas isotérmicas.

Resolução

O ciclo de Carnot para um gás perfeito apresenta todos os estágios (transformações) reversíveis.

Esse ciclo é representado por duas transformações isotérmicas e duas adiabáticas.



Resposta: C

Questão 3

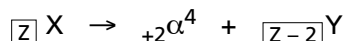
Suponha que um metal alcalino terroso se desintegre radioativamente emitindo uma partícula alfa. Após três desintegrações sucessivas, em qual grupo (família) da tabela periódica deve-se encontrar o elemento resultante deste processo?

- A) 13 (IIIA)
- B) 14 (IVA)
- C) 15 (VA)
- D) 16 (VIA)
- E) 17 (VIIA)

Resolução

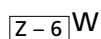
X = metal alcalino terroso família 2 (IIA)

Após a emissão de uma partícula alfa, o elemento originado apresenta dois prótons a menos que X:



Após 3 emissões de alfa, teremos um novo elemento contendo 6 prótons a menos que X.

Novo elemento:



Assim, teremos:

1										18	
	2					13	14	15	16	17	
							Z-6 W	Z-5	Z-4	Z-3	Z-2 Y
Z-1	Z X										

Resposta: B

Questão 4

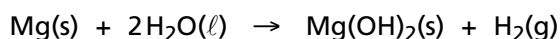
Um estudante mergulhou uma placa de um metal puro em água pura isenta de ar, a 25°C, contida em um béquer. Após certo tempo, ele observou a liberação de bolhas de gás e a formação de um precipitado. Com base nessas informações, assinale a opção que apresenta o metal constituinte da placa.

- A) Cádmi
- B) Chumbo
- C) Ferro
- D) Magnésio
- E) Níquel

Resolução

Apenas os metais mais reativos, do grupo 1 (IA) e grupo 2 (IIA), reagem com a água na temperatura ambiente e na ausência de gás oxigênio.

A reação que ocorre é de simples troca:

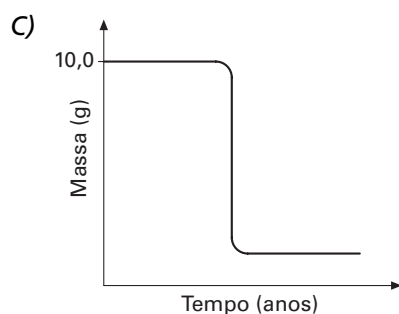
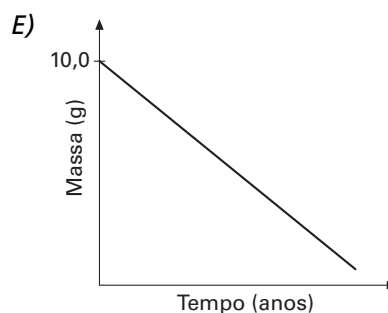
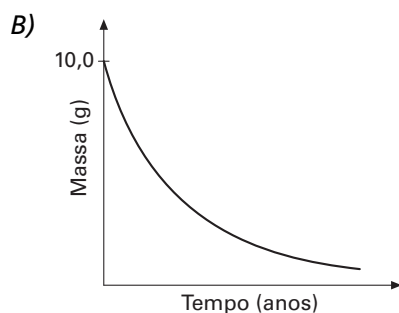
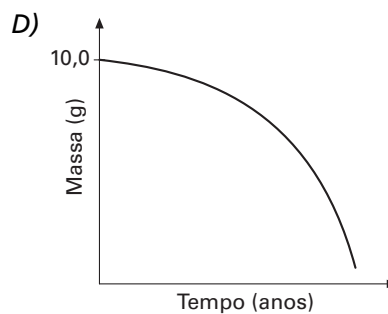
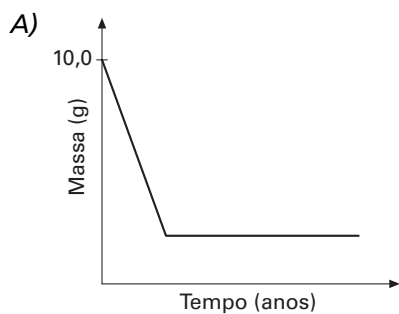


O hidróxido de magnésio é uma base fraca e, portanto, insolúvel.

Resposta: D

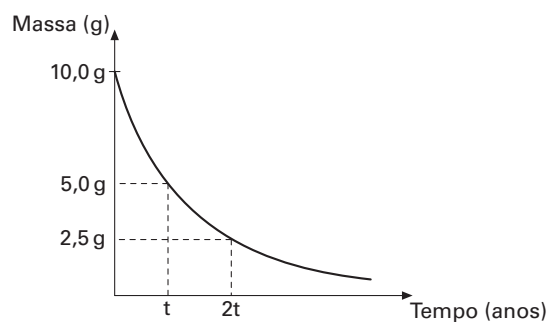
Questão 5

Qual o gráfico que apresenta a curva que melhor representa o decaimento de uma amostra contendo 10,0g de um material radioativo ao longo dos anos?



Resolução

Um material radioativo apresenta curva de decaimento como a do gráfico da alternativa **B**, em que a cada intervalo de meia-vida ocorre a semidesintegração da amostra.



Resposta: B

Questão 6

Num experimento, um estudante verificou ser a mesma a temperatura de fusão de várias amostras de um mesmo material no estado sólido e também que esta temperatura se manteve constante até a fusão completa. Considere que o material sólido tenha sido classificado como:

- I. Substância simples pura
- II. Substância composta pura
- III. Mistura homogênea eutética
- IV. Mistura heterogênea

Então, das classificações acima, está(ão) ERRADA(S)

- A) apenas I e II.
- B) apenas II e III.
- C) apenas III.
- D) apenas III e IV.
- E) apenas IV.

Resolução

A temperatura de fusão constante pode indicar que as amostras são uma substância pura, simples ou composta, ou então uma mistura eutética.

Resposta: E

Questão 7

Assinale a afirmação CORRETA a respeito do ponto de ebulição normal (PE) de algumas substâncias.

- A) O 1-propanol tem menor PE do que o etanol.
- B) O etanol tem menor PE do que o éter metílico.
- C) O n-heptano tem menor PE do que o n-hexano.
- D) A trimetilamina tem menor PE do que a propilamina.
- E) A dimetilamina tem menor PE do que a trimetilamina.

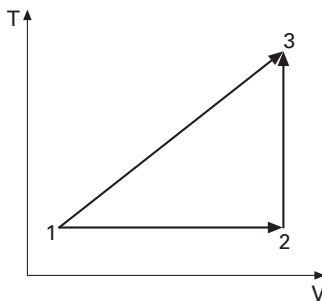
Resolução

A propilamina: $\text{H}_3\text{C} - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{N} \begin{matrix} \text{H} \\ \diagup \\ \diagdown \\ \text{H} \end{matrix}$, por apresentar ligações de hidrogênio intermoleculares, tem temperatura de ebulição maior do que a trimetilamina, que não tem ligações de hidrogênio.

Resposta: D

Questão 8

O diagrama temperatura (T) versus volume (V) representa hipoteticamente as transformações pelas quais um gás ideal no estado 1 pode atingir o estado 3.



Sendo ΔU a variação de energia interna e q a quantidade de calor trocado com a vizinhança, assinale a opção com a afirmação ERRADA em relação às transformações termodinâmicas representadas no diagrama.

- A) $|\Delta U_{12}| = |q_{12}|$
- B) $|\Delta U_{13}| = |\Delta U_{23}|$
- C) $|\Delta U_{23}| = |q_{23}|$
- D) $|\Delta U_{23}| > |\Delta U_{12}|$
- E) $q_{23} > 0$

Resolução

A variação da energia (ΔU) pode ser calculada como:

$$\Delta U = q + w$$

onde q = calor e w = trabalho.

A transformação termodinâmica ($1 \rightarrow 2$) ocorre com variação de volume, e o trabalho de expansão pode ser calculado como:

$$w = p \cdot \Delta V$$

Logo:

$$\Delta U_{12} = q_{12} + p\Delta V. \text{ Por isso a alternativa } \mathbf{A} \text{ está incorreta } (\Delta U_{12} = q_{12})$$

Resposta: A

Questão 9

Considere os átomos hipotéticos neutros V, X, Y e Z no estado gasoso. Quando tais átomos recebem um elétron cada um, as configurações eletrônicas no estado fundamental de seus respectivos ânions são dadas por:

$$V^-(g): [\text{gás nobre}] ns^2 np^6 nd^{10} (n+1)s^2 (n+1)p^6$$

$$X^-(g): [\text{gás nobre}] ns^2 np^6$$

$$Y^-(g): [\text{gás nobre}] ns^2 np^6 nd^{10} (n+1)s^2 (n+1)p^3$$

$$Z^-(g): [\text{gás nobre}] ns^2 np^3$$

Nas configurações acima, [gás nobre] representa a configuração eletrônica no diagrama de Linus Pauling para o mesmo gás nobre, e n é o mesmo número quântico principal para todos os ânions. Baseado nessas informações, é CORRETO afirmar que

- A) o átomo neutro V deve ter a maior energia de ionização entre eles.
- B) o átomo neutro Y deve ter a maior energia de ionização entre eles.
- C) o átomo neutro V deve ter maior afinidade eletrônica do que o átomo neutro X.
- D) o átomo neutro Z deve ter maior afinidade eletrônica do que o átomo neutro X.
- E) o átomo neutro Z deve ter maior afinidade eletrônica do que o átomo neutro Y.

Resolução

Considerando as distribuições eletrônicas dos ânions fornecidas, podemos deduzir as localizações dos respectivos átomos na Tabela Periódica:

$$V: \text{período } x + 1 \begin{cases} 7 \text{ elétrons na camada de valência} \\ \text{família } 17 \end{cases}$$

$$X: \text{período } x \begin{cases} 7 \text{ elétrons na camada de valência} \\ \text{família } 17 \end{cases}$$

$$Y: \text{período } x + 1 \begin{cases} 4 \text{ elétrons na camada de valência} \\ \text{família } 14 \end{cases}$$

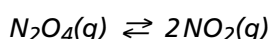
$$Z: \text{período } x \begin{cases} 4 \text{ elétrons na camada de valência} \\ \text{família } 14 \end{cases}$$

Como a afinidade eletrônica, de uma maneira geral, aumenta da esquerda para a direita e de baixo para cima, o átomo neutro Z deve ter maior afinidade eletrônica do que o átomo Y, por apresentar uma camada eletrônica a menos.

Resposta: E

Questão 10

Considere a reação de dissociação do $N_2O_4(g)$ representada pela seguinte equação:



Assinale a opção com a equação CORRETA que relaciona a fração percentual (α) de $N_2O_4(g)$ dissociado com a pressão total do sistema (P) e com a constante de equilíbrio em termos de pressão (K_p).

$$A) \alpha = \sqrt{\frac{K_p}{4P + K_p}}$$

$$D) \alpha = \frac{2P + K_p}{K_p}$$

$$B) \alpha = \sqrt{\frac{4P + K_p}{K_p}}$$

$$E) \alpha = \frac{K_p}{2 + P}$$

$$C) \alpha = \frac{K_p}{2P + K_p}$$

Resolução



Início: n mols 0 mol
 Proporção: gasta $\alpha \cdot n$ forma $2 \cdot \alpha \cdot n$
 Equilíbrio: $(n - \alpha n)$ mols $2\alpha n$ mols

nº de mols total: $(n - \alpha n) + 2\alpha n = n + \alpha n = n(1 + \alpha)$

$$P_{NO_2} = \frac{n_{NO_2}}{n_{total}} \cdot P = \frac{2\alpha n}{n(1 + \alpha)} \cdot P = \frac{2\alpha}{1 + \alpha} \cdot P$$

$$P_{N_2O_4} = \frac{n_{N_2O_4}}{n_{total}} \cdot P = \frac{(n - \alpha n) \text{ mols}}{n(1 + \alpha)} \cdot P = \frac{n(1 - \alpha)}{n(1 + \alpha)} \cdot P = \frac{1 - \alpha}{1 + \alpha} \cdot P$$

$$K_p = \frac{P_{NO_2}^2}{P_{N_2O_4}} = \frac{\left(\frac{2\alpha}{1 + \alpha}\right)^2 \cdot P}{\left(\frac{1 - \alpha}{1 + \alpha}\right) \cdot P} = \frac{(2\alpha)^2 \cdot P}{(1 - \alpha)(1 + \alpha)}$$

$$K_p = \frac{(2\alpha)^2 \cdot P}{(1 - \alpha^2)} \Leftrightarrow K_p - \alpha^2 \cdot K_p = 4\alpha^2 \cdot P$$

$$K_p = 4\alpha^2 P + \alpha^2 K_p$$

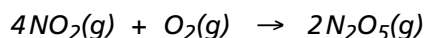
$$K_p = (4P + K_p) \cdot \alpha^2 \Rightarrow \alpha^2 = \frac{K_p}{4P + K_p}$$

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_p}{4P + K_p}}$$

Resposta: A

Questão 11

Considere a reação química representada pela seguinte equação:



Num determinado instante de tempo t da reação, verifica-se que o oxigênio está sendo consumido a uma velocidade de $2,4 \cdot 10^{-2} \text{ molL}^{-1}\text{s}^{-1}$. Nesse tempo t , a velocidade de consumo de NO_2 será de

$$A) 6,0 \cdot 10^{-3} \text{ molL}^{-1}\text{s}^{-1}.$$

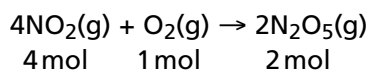
$$D) 4,8 \cdot 10^{-2} \text{ molL}^{-1}\text{s}^{-1}.$$

$$B) 1,2 \cdot 10^{-2} \text{ molL}^{-1}\text{s}^{-1}.$$

$$E) 9,6 \cdot 10^{-2} \text{ molL}^{-1}\text{s}^{-1}.$$

$$C) 2,4 \cdot 10^{-2} \text{ molL}^{-1}\text{s}^{-1}.$$

Resolução



A relação entre o número de mol é igual à relação entre as velocidades em uma reação elementar.

$$V_{\text{O}_2} = 2,4 \cdot 10^{-2} \text{ mol L}^{-1} \text{ s}^{-1} \quad (1 \text{ mol})$$

$$V_{\text{NO}_2} = 9,6 \cdot 10^{-2} \text{ mol L}^{-1} \text{ s}^{-1} \quad (4 \text{ mol})$$

Resposta: E

Questão 12

O acidente nuclear ocorrido em Chernobyl (Ucrânia), em abril de 1986, provocou a emissão radioativa predominantemente de Iodo-131 e Césio-137. Assinale a opção CORRETA que melhor apresenta os respectivos períodos de tempo para que a radioatividade provocada por esses dois elementos radioativos decaia para 1% dos seus respectivos valores iniciais. Considere o tempo de meia-vida do Iodo-131 igual a 8,1 dias e do Césio-137 igual a 30 anos. Dados: $\ln 100 = 4,6$; $\ln 2 = 0,69$.

A) 45 dias e 189 anos.

D) 68 dias e 274 anos.

B) 54 dias e 201 anos.

E) 74 dias e 296 anos.

C) 61 dias e 235 anos.

Resolução

Cálculo das constantes de decaimento:

$$\ln \left(\frac{[A]_t}{[A]_0} \right) = -kt$$

$$\ln \left(\frac{[A]_0}{[A]_t} \right) = kt$$

Para uma meia-vida $[A]_t = 1/2[A]_0$

$$\ln \left(\frac{[A]_0}{1/2[A]_0} \right) = kt_{1/2}$$

$$\ln 2 = kt_{1/2}$$

$$k = \frac{\ln 2}{t_{1/2}}$$

Assim, a constante de decaimento do Iodo 131 e do Césio 137 são:

Iodo

$$k_1 = \frac{\ln 2}{8,1 \text{ dias}}$$

Césio

$$k_2 = \frac{\ln 2}{30 \text{ anos}}$$

$$k_1 = \frac{0,69}{8,1} \text{ dias}^{-1}$$

$$k_2 = \frac{0,69}{30} \text{ anos}^{-1}$$

Utilizando k_1 e k_2 , calculamos os respectivos períodos de tempo para que a radioatividade decaia a 1%.

Iodo

$$\ln \left(\frac{[A]_0}{[A]_t} \right) = k_1 t_1$$

Césio

$$\ln \left(\frac{[A]_0}{[A]_t} \right) = k_2 t_2$$

$$\ln \left(\frac{100}{1} \right) = \frac{0,69}{8,1} \text{ dias}^{-1} t_1$$

$$\ln \left(\frac{100}{1} \right) = \frac{0,69}{30} \text{ anos}^{-1} t_2$$

$$4,6 = \frac{0,69}{8,1} \text{ dias}^{-1} t_1$$

$$4,6 = \frac{0,69}{30} \text{ anos}^{-1} t_2$$

$$t_1 = 54 \text{ dias}$$

$$t_2 = 200 \text{ anos}$$

Resposta: B

Questão 13

Assumindo um comportamento ideal dos gases, assinale a opção com a afirmação CORRETA.

- A) De acordo com a Lei de Charles, o volume de um gás torna-se maior quanto menor for a sua temperatura.
- B) Numa mistura de gases contendo somente moléculas de oxigênio e nitrogênio, a velocidade média das moléculas de oxigênio é menor do que as de nitrogênio.
- C) Mantendo-se a pressão constante, ao aquecer um mol de gás nitrogênio sua densidade irá aumentar.
- D) Volumes iguais dos gases metano e dióxido de carbono, nas mesmas condições de temperatura e pressão, apresentam as mesmas densidades.
- E) Comprimindo-se um gás a temperatura constante, sua densidade deve diminuir.

Resolução

Numa mesma temperatura, as moléculas dos dois gases têm a mesma energia cinética, porém, como apresentam massas molares diferentes, a velocidade média das moléculas do gás nitrogênio é maior porque a massa molar é menor.

$$\begin{array}{ll} \text{gás nitrogênio} & \text{gás oxigênio} \\ E_{N_2} = \frac{M_{N_2} \cdot V_{N_2}^2}{2} & E_{O_2} = \frac{M_{O_2} \cdot V_{O_2}^2}{2} \\ E_{N_2} = \frac{28 \cdot V_{N_2}^2}{2} & E_{O_2} = \frac{32 \cdot V_{O_2}^2}{2} \end{array}$$

como $E_{N_2} = E_{O_2}$, temos
 $14 \cdot V_{N_2}^2 = 16 \cdot V_{O_2}^2$

$$\frac{V_{N_2}}{V_{O_2}} = \sqrt{\frac{16}{14}} \quad \therefore V_{N_2} > V_{O_2}$$

Resposta: B

Questão 14

Um estudante imergiu a extremidade de um fio de níquel-crômio limpo em uma solução aquosa de ácido clorídrico e, a seguir, colocou esta extremidade em contato com uma amostra de um sal iônico puro. Em seguida, expôs esta extremidade à chama azulada de um bico de Bunsen, observando uma coloração amarela na chama. Assinale a opção que contém o elemento químico responsável pela coloração amarelada observada.

- A) Bário.
- B) Cobre.
- C) Lítio.
- D) Potássio.
- E) Sódio.

Resolução

A chama do bico de Bunsen (originalmente azul), quando em contato com uma amostra de um composto de sódio, apresenta cor amarela característica.

Resposta: E

Questão 15

Considere os seguintes sais:

- I. $Al(NO_3)_3$
- II. $NaCl$
- III. $ZnCl_2$
- IV. $CaCl_2$

Assinale a opção que apresenta o(s) sal(is) que causa(m) a desestabilização de uma suspensão coloidal estável de sulfeto de arsênio (As_2S_3) em água.

- A) Nenhum dos sais relacionados.
- B) Apenas o sal I.
- C) Apenas os sais I e II.
- D) Apenas os sais II, III e IV.
- E) Todos os sais.

Resolução

A estabilidade de uma suspensão coloidal deve-se a forças de repulsão entre as partículas coloidais, evitando que elas se agreguem.

As partículas coloidais possuem em sua superfície partículas adsorvidas com carga elétrica que interagem intensamente com as moléculas de água através de forças íon-dipolo. Na formação do colóide sulfeto de arsênio (III) através da passagem de $H_2S(g)$ em solução contendo As^{3+} , os íons sulfeto são de início adsorvidos pelas partículas coloidais As_2S_3 e, a fim de manter a neutralidade da solução, uma quantidade equivalente de íons H^+ é então adsorvida, criando um duplo filme elétrico, com a carga positiva voltada para a solução.

A adição de qualquer solução eletrolítica introduz íons de cargas opostas à partícula coloidal, neutralizando-as e fazendo-as coagular e precipitar. A diferença entre um eletrólito e outro é a quantidade da substância para provocar a precipitação, chamada de valor de coagulação.

Resposta: E

Questão 16

Uma solução aquosa de um ácido fraco monoprotico é mantida à temperatura de $25^\circ C$. Na condição de equilíbrio, este ácido está 2,0% dissociado. Assinale a opção CORRETA que apresenta, respectivamente, os valores numéricos do pH e da concentração molar (expressa em $mol \cdot L^{-1}$) do íon hidroxila nesta solução aquosa. Dados: $pK_a(25^\circ C) = 4,0$; $\log 5 = 0,7$.

- A) 0,7 e $5,0 \cdot 10^{-14}$
- B) 1,0 e $1,0 \cdot 10^{-13}$
- C) 1,7 e $5,0 \cdot 10^{-13}$
- D) 2,3 e $2,0 \cdot 10^{-12}$
- E) 4,0 e $1,0 \cdot 10^{-10}$

Resolução

Seja o ácido fraco monoprotico HA.

Se $pK_a = 4$, então $K_a = 10^{-4}$

Como o ácido está 2% ionizado, sua concentração inicial em $mol \cdot L^{-1}$ pode ser calculada a partir da equação:

$$K_a = \alpha^2 \cdot \eta$$
$$10^{-4} = \left(\frac{2}{100}\right)^2 \cdot \eta$$
$$\eta = 0,25 \text{ mol/L}$$

HA(aq)	\rightleftharpoons	H ⁺ (aq)	+	A ⁻ (aq)	$K_a = 10^{-4}$
0,25M		0		0	início
gasta (2%)		forma		forma	reação
$0,02 \cdot 0,25$		$0,02 \cdot 0,25$		$0,02 \cdot 0,25$	
$\approx 0,25M$		0,005M		0,005M	equilíbrio

No equilíbrio:

$$[H^+] = 0,005 \text{ mol} \cdot L^{-1}$$

$$pH = -\log[H^+]$$

$$pH = -\log 5 \cdot 10^{-3}$$

$$pH = -(\log 5 + \log 10^{-3})$$

$$pH = -(0,7 - 3)$$

$$pH = 2,3$$

Como a solução aquosa está a $25^\circ C$, temos:

$$[H^+] \cdot [OH^-] = 10^{-14}$$

$$5 \cdot 10^{-3} \cdot [OH^-] = 10^{-14}$$

$$[OH^-] = \frac{10^{-14}}{5 \cdot 10^{-3}} = 2 \cdot 10^{-12} \text{ mol} \cdot L^{-1}$$

Resposta: D

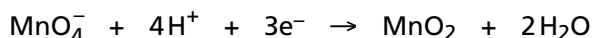
Questão 17

Foi observada a reação entre um composto X e uma solução aquosa de permanganato de potássio, a quente, ocorrendo o aumento do pH da solução e a formação de um composto Y sólido. Após a separação do composto Y e a neutralização da solução resultante, verificou-se a formação de um composto Z pouco solúvel em água. Assinale a opção que melhor representa o grupo funcional do composto orgânico X.

- A) álcool
- B) amida
- C) amina
- D) éster
- E) éter

Resolução

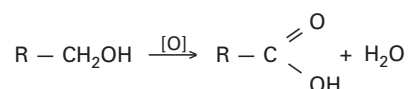
Durante a oxidação, ocorre a seguinte semi-reação com o permanganato



Como nessa semi-reação ocorre o consumo de íons H^+ , o meio torna-se menos ácido, ou seja, ocorre aumento do pH.

O composto Y sólido é o MnO_2 .

A substância formada que sofre neutralização é um ácido carboxílico proveniente da oxidação de um álcool



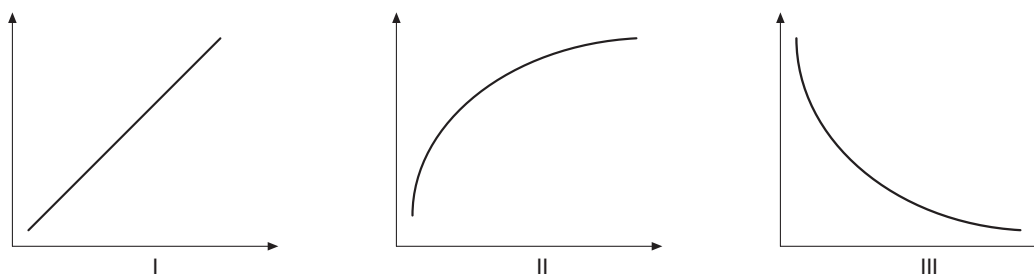
Para o sal formado na neutralização do ácido carboxílico ser pouco solúvel, deve apresentar uma cadeia carbônica com um grande número de carbonos.

O composto X deve ser um álcool com cadeia longa.

Resposta: A

Questão 18

Nos gráficos abaixo, cada eixo representa uma propriedade termodinâmica de um gás que se comporta idealmente.



Com relação a estes gráficos, é CORRETO afirmar que

- A) I pode representar a curva de pressão versus volume.
- B) II pode representar a curva de pressão versus inverso do volume.
- C) II pode representar a curva de capacidade calorífica versus temperatura.
- D) III pode representar a curva de energia interna versus temperatura.
- E) III pode representar a curva de entalpia versus o produto da pressão pelo volume.

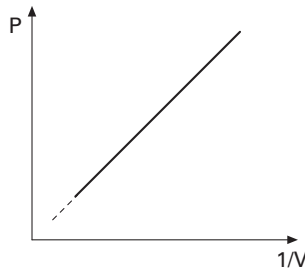
Resolução

Para uma quantidade fixa de gás ideal, temos:

$$\frac{PV}{T} = K, \text{ portanto } P = K \cdot T \cdot \frac{1}{V}.$$

Caso a transformação seja isotérmica, temos:

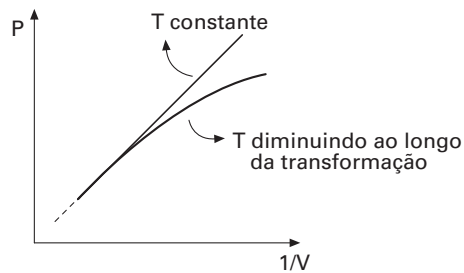
$$P = \underbrace{K \cdot T}_{cte} \cdot \frac{1}{V}, \text{ o que num gráfico se traduz como segue:}$$



Caso, porém, ocorresse uma diminuição da temperatura ao longo da transformação, teríamos:

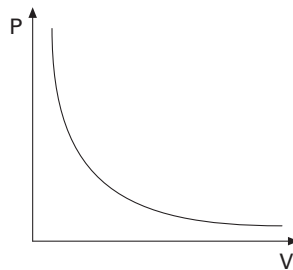
$$P = \underbrace{K \cdot T}_{\text{diminui caso diminua a temperatura ao longo da transformação}} \cdot \frac{1}{V}$$

Nesse caso:

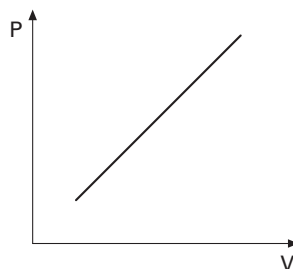


Assim, o gráfico II **pode** representar a curva pressão versus inverso do volume, o que torna a alternativa **B** uma resposta possível.

Da mesma forma, numa expansão isotérmica de uma quantidade fixa de gás ideal teríamos o seguinte gráfico P versus V.



Porém, caso o gás sofra uma expansão e simultaneamente seja aquecido, numa proporção tal que o aumento em sua temperatura seja maior que o aumento em seu volume sua pressão poderá aumentar o que torna a alternativa **A** uma resposta possível.



Finalmente, a capacidade calorífica de um gás é uma função crescente de sua temperatura o que torna verdadeira a alternativa **C**.

Resposta: A, B e C

Questão 19

A 20°C, a pressão de vapor da água em equilíbrio com uma solução aquosa de açúcar é igual a 16,34 mmHg. Sabendo que a 20°C a pressão de vapor da água pura é igual a 17,54 mmHg, assinale a opção com a concentração CORRETA da solução aquosa de açúcar.

- A) 7% (m/m)
- B) 93% (m/m)
- C) 0,93 mol L⁻¹
- D) A fração molar do açúcar é igual a 0,07
- E) A fração molar do açúcar é igual a 0,93

Resolução

a 20°C

P = 16,34 mmHg (solução)

P₂ = 17,54 mmHg (solvente)

A pressão de vapor da solução (P) é igual à pressão de vapor do solvente (P₂) multiplicada pela fração molar do solvente.

$$P = x_2 \cdot P_2$$

$$16,34 = x_2 \cdot 17,54$$

$$x_2 = 0,93$$

logo, x₁ = 0,07 ⇒ fração molar do açúcar (soluto).

Resposta: D

Questão 20

Um elemento galvânico é constituído pelos eletrodos abaixo especificados, ligados por uma ponte salina e conectados a um voltímetro de alta impedância.

Eletrodo I: fio de platina em contato com 500 mL de solução aquosa 0,010 mol L⁻¹ de hidróxido de potássio;

Eletrodo II: fio de platina em contato com 180 mL de solução aquosa 0,225 mol L⁻¹ de ácido perclórico adicionado a 320 mL de solução aquosa 0,125 mol L⁻¹ de hidróxido de sódio.

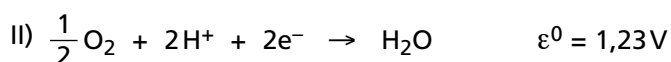
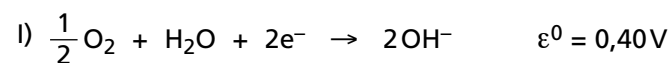
Admite-se que a temperatura desse sistema eletroquímico é mantida constante e igual a 25°C e que a pressão parcial do oxigênio gasoso (P_{O₂}) dissolvido é igual a 1 atm. Assinale a opção CORRETA com o valor calculado na escala do eletrodo padrão de hidrogênio (EPH) da força eletromotriz, em volt, desse elemento galvânico.

Dados: E⁰_{O₂/H₂O} = 1,23 V (EPH); E⁰_{O₂/OH⁻} = 0,40 V (EPH)

- A) 1,17
- B) 0,89
- C) 0,75
- D) 0,53
- E) 0,46

Resolução

As semi-equações de redução que ocorrem no elemento galvânico são:



Como o eletrodo I contém uma solução básica, admitimos que ocorre a reação I.

Cálculo do potencial de redução do eletrodo I:

$$P_{O_2} = 1 \text{ atm}$$

$$\varepsilon_I = \varepsilon^0 - \frac{0,059}{n} \cdot \log Q$$

$$\varepsilon_I = 0,40 \text{ V} - \frac{0,059}{2} \cdot \log \frac{[\text{OH}^-]^2}{(P_{O_2})^{1/2}}$$

$$\varepsilon_I = 0,40 \text{ V} - 0,0295 \cdot \log \frac{(0,01)^2}{(1)^{1/2}}$$

$$\varepsilon_I = 0,40 \text{ V} + 0,118 \text{ V}$$

$$\varepsilon_I = 0,518 \text{ V}$$

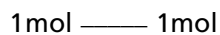
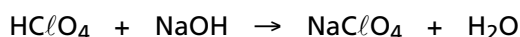
Eletrodo II:

nº de mols de HClO_4 :

$$n_{\text{HClO}_4} = 0,225 \text{ mol/L} \cdot 0,180 \text{ L} = 0,0405 \text{ mol}$$

nº de mols de NaOH :

$$n_{\text{NaOH}} = 0,125 \text{ mol/L} \cdot 0,320 \text{ L} = 0,0400 \text{ mol}$$



$$0,0405 \text{ mol} \quad \text{---} \quad 0,0400 \text{ mol}$$

Excesso de $0,0005 \text{ mol HClO}_4 \Rightarrow n_{\text{H}^+} = 5 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$

Volume da mistura: $320 \text{ mL} + 180 \text{ mL} = 500 \text{ mL}$

$$[\text{H}^+] = \frac{5 \cdot 10^{-4} \text{ mol}}{0,5 \text{ L}} = 10^{-3} \text{ mol/L}$$

Cálculo do potencial de redução do eletrodo II:

$$\varepsilon_{II} = \varepsilon^0 - \frac{0,059}{n} \cdot \log Q$$

$$\varepsilon_{II} = 1,23 \text{ V} - \frac{0,059}{2} \cdot \log \frac{1}{[\text{H}^+]^2 (P_{O_2})^{1/2}}$$

$$\varepsilon_{II} = 1,23 \text{ V} - 0,0295 \cdot \log \left(\frac{1}{10^{-3}} \right)^2 \cdot \frac{1}{(1)^{1/2}}$$

$$\varepsilon_{II} = 1,23 \text{ V} - 0,177 \text{ V}$$

$$\varepsilon_{II} = 1,053 \text{ V}$$

Cálculo da força eletromotriz:

$$\Delta \varepsilon = \varepsilon_{\text{red maior}} - \varepsilon_{\text{red menor}}$$

$$\Delta \varepsilon = \varepsilon_{II} - \varepsilon_I$$

$$\Delta \varepsilon = 1,053 \text{ V} - 0,518 \text{ V} \quad \therefore \quad \Delta \varepsilon = 0,535 \text{ V}$$

Resposta: D

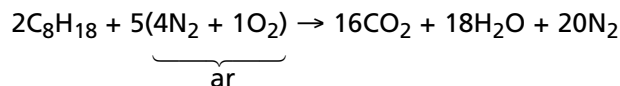
Questão 21

Escreva a equação química balanceada da combustão completa do iso-octano com o ar atmosférico. Considere que o ar é seco e composto por 21% de oxigênio gasoso e 79% de nitrogênio gasoso.

Resolução



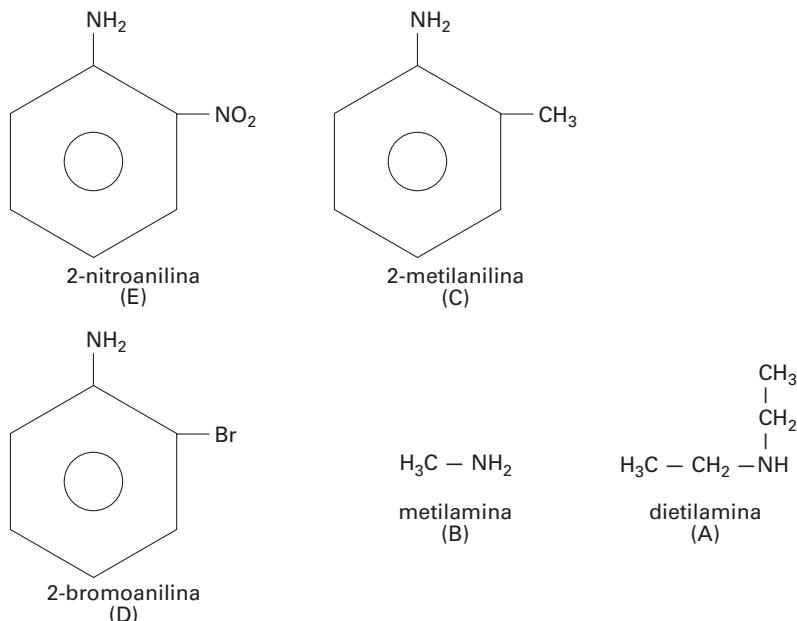
Considerando a composição do ar em volume igual a 80% N_2 e 20% O_2 :



Questão 22

São fornecidas as seguintes informações relativas aos cinco compostos amínicos: A, B, C, D e E. Os compostos A e B são muito solúveis em água, enquanto que os compostos C, D e E são pouco solúveis. Os valores das constantes de basicidade dos compostos A, B, C, D e E são, respectivamente, $1,0 \cdot 10^{-3}$; $4,5 \cdot 10^{-4}$; $2,6 \cdot 10^{-10}$; $3,0 \cdot 10^{-12}$ e $6,0 \cdot 10^{-15}$. Atribua corretamente os dados experimentais apresentados aos seguintes compostos: 2-nitroanilina, 2-metilanelina, 2-bromoanilina, metilamina e dietilamina. Justifique a sua resposta.

Resolução



Constantes de basicidade: $1,0 \cdot 10^{-3}$; $4,5 \cdot 10^{-4}$; $2,6 \cdot 10^{-10}$; $3,0 \cdot 10^{-12}$ e $6,0 \cdot 10^{-15}$.

Ordem decrescente de basicidade: Amina secundária > Amina primária > Amina aromática.

Assim, o composto A é a dietilamina e o composto B é a metilamina.

No caso das aminas aromáticas, deve-se analisar a influência do grupo substituinte da anilina sobre a densidade de elétrons no grupo amina.

O grupo orgânico metil é indutor de elétrons e isso aumenta a densidade de elétrons sobre o átomo de nitrogênio, deixando a substância mais básica (maior tendência de receber cargas positivas).

Já os grupos nitro e bromo, devido à alta eletronegatividade, são substituintes sacadores de elétrons, diminuindo a densidade eletrônica sobre o átomo de nitrogênio e deixando a substância menos básica. Dentre os dois, o grupo nitro é o que mais retira elétrons do grupo amina, dadas a alta eletronegatividade e a formação de ligações de hidrogênio intramolecular. Assim, a base aromática mais forte é a 2-metilanelina (então composto C) e a mais fraca é a 2-nitroanilina (composto E).

Questão 23

A 25°C, realizam-se estes dois experimentos (Exp I e Exp II) de titulação ácido-base medindo-se o pH da solução aquosa em função do volume da base adicionada:

Exp I: Titulação de 50 mL de ácido clorídrico $0,10 \text{ mol L}^{-1}$ com hidróxido de sódio $0,10 \text{ mol L}^{-1}$.

Exp II: Titulação de 50 mL de ácido acético $0,10 \text{ mol L}^{-1}$ com hidróxido de sódio $0,10 \text{ mol L}^{-1}$.

- Esboce em um mesmo gráfico (pH versus volume de hidróxido de sódio) a curva que representa a titulação do Exp I e a curva que representa a titulação do Exp II. Deixe claro no gráfico os valores aproximados do pH nos pontos de equivalência.
- O volume da base correspondente ao ponto de equivalência de uma titulação ácido-base pode ser determinado experimentalmente observando-se o ponto de viragem de um indicador. Em laboratório, dispõem-se das soluções aquosas do ácido e da base devidamente preparados nas concentrações propostas, de indicador, de água destilada e dos seguintes instrumentos: balão volumétrico, bico de Bunsen, bureta, cronômetro, dessecador, erlenmeyer, funil, kitassato, pipeta volumétrica, termômetro e tubo de ensaio. Desses instrumentos, cite os três mais adequados para a realização desse experimento.

Resolução

a) Exp I: HCl $0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ com NaOH $0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

Como o ácido é forte, o pH inicial = 1.

No ponto de equivalência dessa reação (volume de base igual a 50 mL), tem-se uma solução aquosa de NaCl , sal que não provoca hidrólise, cujo pH = 7. O excesso de base faz com que o pH da solução tenda a 13.

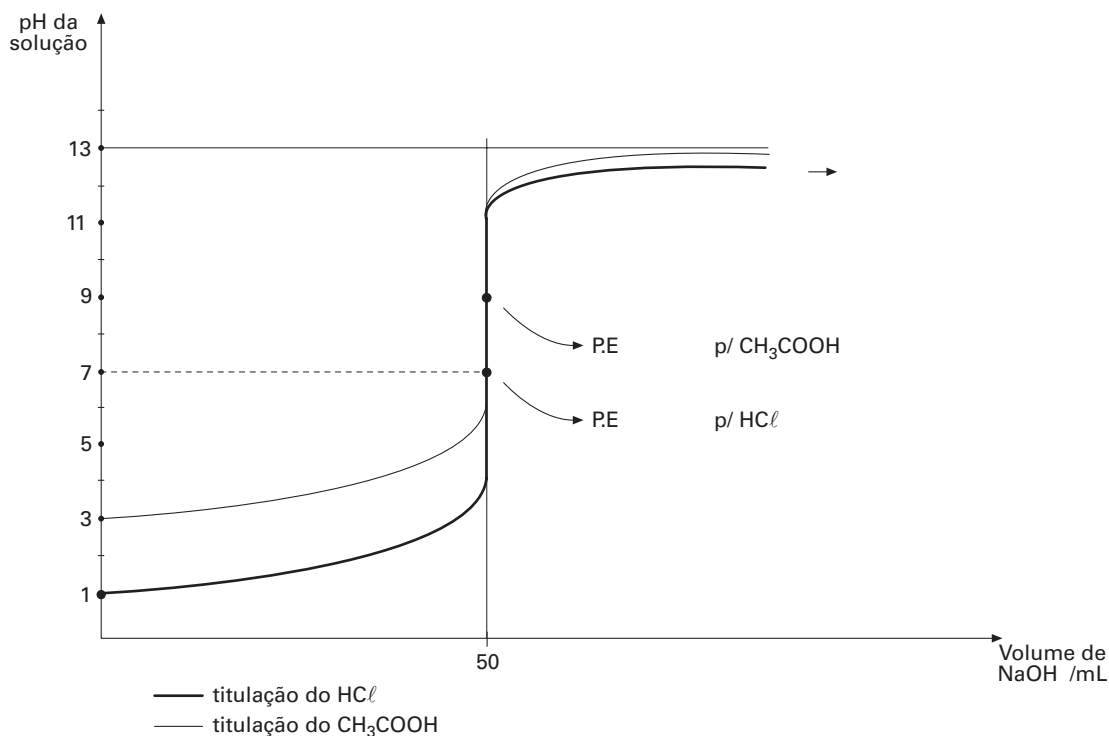
Exp II: CH_3COOH $0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ com NaOH $0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

Como o ácido é fraco, o pH inicial > 1 , porém, obviamente, < 7 .

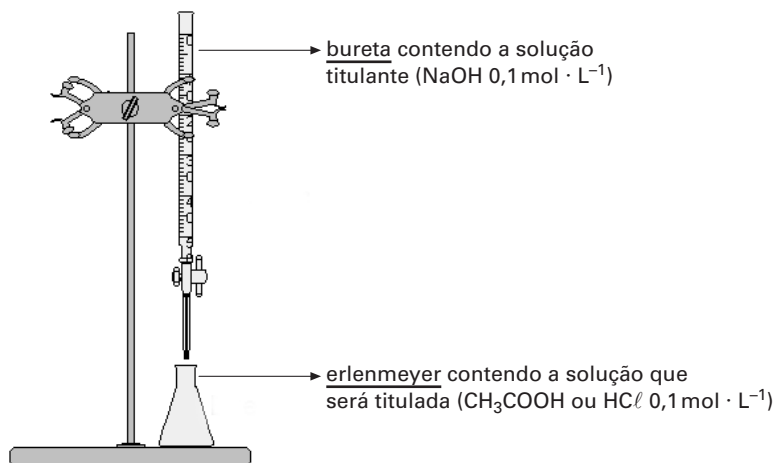
No ponto de equivalência dessa titulação (volume de base igual a 50 mL), tem-se uma solução aquosa de CH_3COONa que possuirá pH > 7 devido à hidrólise do ânion acetato.

O excesso de base faz com que o pH da solução tenda a 13.

Em um gráfico, temos:



b) O experimento é realizado da seguinte forma:



O volume da solução ácida é colocado utilizando-se uma pipeta volumétrica.



Assim, são usadas nessa titulação bureta, erlenmeyer e pipeta volumétrica.

Questão 24

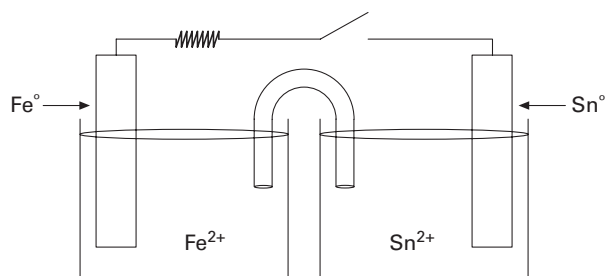
Um elemento galvânico é constituído por uma placa de ferro e por uma placa de estanho, de mesmas dimensões, imersas em uma solução aquosa $0,10 \text{ mol L}^{-1}$ de ácido cítrico. Considere que esta solução: contém íons ferrosos e estanosos; é ajustada para $\text{pH} = 2$; é isenta de oxigênio; e é mantida nas condições ambientes. Sabendo-se que o ânion citrato reage quimicamente com o cátion $\text{Sn}^{2+}(\text{aq})$, diminuindo o valor do potencial de eletrodo do estanho, determine o valor numérico da relação entre as concentrações dos cátions $\text{Sn}^{2+}(\text{aq})$ e $\text{Fe}^{2+}(\text{aq})$, $([\text{Sn}^{2+}]/[\text{Fe}^{2+}])$, a partir do qual o estanho passa a se comportar como o anodo do par galvânico.

Dados: Potenciais de eletrodo em relação ao eletrodo padrão de hidrogênio nas condições-padrão:

$$E_{\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}}^0 = -0,44 \text{ V}; E_{\text{Sn}^{2+}/\text{Sn}}^0 = -0,14 \text{ V}$$

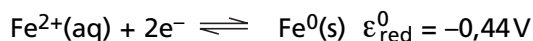
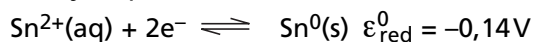
Resolução

O elemento galvânico pode ser assim representado:



Soluções ácidas para evitar precipitação dos hidróxidos metálicos e contendo ácido cítrico que irá reagir com o $\text{Sn}^{2+}(\text{aq})$.

Nas condições padrão, $[\text{Fe}^{2+}] = 1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ e $[\text{Sn}^{2+}] = 1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, temos:

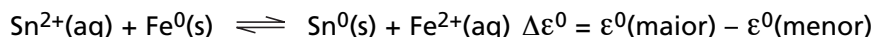


Nessas condições, o eletrodo de estanho atuará como cátodo, visto que possui maior potencial de redução. Para que ele atue como ânodo, a concentração de Sn^{2+} deve diminuir a ponto de fazer com que

$$\varepsilon_{\text{red}}(\text{Sn}^{2+}/\text{Sn}^0) < \varepsilon_{\text{red}}(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}^0).$$

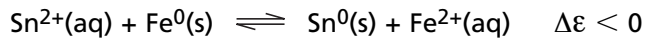
Assim, temos:

Elemento galvânico nas condições padrão:



$$\Delta\varepsilon^0 = (-0,14) - (-0,44) = +0,30 \text{ V}$$

Elemento galvânico nas condições pedidas:



Como $\Delta\varepsilon = \Delta\varepsilon^0 - \frac{0,059}{n} \cdot \log K$, temos

$$\Delta\varepsilon^0 - \frac{0,059}{n} \cdot \log K < 0$$

$$0,30 - \frac{0,059}{2} \cdot \log \frac{[\text{Fe}^{2+}]}{[\text{Sn}^{2+}]} < 0$$

$$\frac{0,059}{2} \cdot \log \frac{[\text{Fe}^{2+}]}{[\text{Sn}^{2+}]} > 0,30$$

Como $\frac{0,059}{2} = 0,0295 \approx 0,03$, temos:

$$0,03 \cdot \log \frac{[\text{Fe}^{2+}]}{[\text{Sn}^{2+}]} > 0,30$$

$$\log \frac{[\text{Fe}^{2+}]}{[\text{Sn}^{2+}]} > \frac{0,30}{0,03}$$

$$\log \frac{[\text{Fe}^{2+}]}{[\text{Sn}^{2+}]} > 10$$

Se $\log \frac{[\text{Fe}^{2+}]}{[\text{Sn}^{2+}]} > 10$, então: $\frac{[\text{Fe}^{2+}]}{[\text{Sn}^{2+}]} > 10^{10}$.

Para que ocorra a inversão dos pólos do elemento galvânico, $\frac{[\text{Fe}^{2+}]}{[\text{Sn}^{2+}]} > 10^{10}$.

Questão 25

- Considerando que a pressão osmótica da sacarose ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$) a 25°C é igual a 15atm , calcule a massa de sacarose necessária para preparar $1,0\text{L}$ de sua solução aquosa a temperatura ambiente.
- Calcule a temperatura do ponto de congelamento de uma solução contendo $5,0\text{g}$ de glicose ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) em 25g de água. Sabe-se que a constante do ponto de congelamento da água é igual a $1,86^\circ\text{C kg mol}^{-1}$.
- Determine a fração molar de hidróxido de sódio em uma solução aquosa contendo 50% em massa desta espécie.

Resolução

a) A pressão osmótica é dada por:

$$\pi = \eta \cdot i \cdot R \cdot T$$

$$\eta = \frac{15}{1 \cdot 8,21 \cdot 10^{-2} \cdot 298,15} = 0,613 \text{ mol/L}$$

$$\left\{ \begin{array}{l} 1 \text{ mol sacarose} \text{ ————— } 342,34 \text{ g} \\ 0,613 \text{ mol} \text{ ————— } m \end{array} \right.$$

$$m = 209,8 \text{ g de sacarose}$$

b) A variação na temperatura de congelamento é dada por:

$$\Delta t_c = k_c \cdot W \cdot i,$$

onde W é a molaridade da solução, a razão entre o n° de mols do soluto e a massa (em kg) do solvente.

$$1 \text{ mol glicose} \text{ ————— } 180,18 \text{ g}$$

$$n \text{ ————— } 5 \text{ g}$$

$$n = 0,028 \text{ mol de } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$$

$$W = \frac{0,028 \text{ mol}}{0,025 \text{ kg}} = 1,11 \text{ molal}$$

$$\Delta t_c = 1,86 \cdot 1,11 \cdot 1 = 2,06$$

A adição de um soluto não volátil provoca diminuição na temperatura de congelamento, e assim, o ponto de congelamento da solução é $-2,06^\circ\text{C}$.

c) Em 100g de solução $\left\{ \begin{array}{l} 50 \text{ g de NaOH} \\ 50 \text{ g de H}_2\text{O} \end{array} \right.$

$$\begin{array}{l} 1 \text{ mol de NaOH} \text{ ————— } 40 \text{ g} \\ x \text{ ————— } 50 \text{ g} \\ x = 1,25 \text{ mol de NaOH} \end{array}$$

$$\begin{array}{l} 1 \text{ mol de H}_2\text{O} \text{ ————— } 18,02 \text{ g} \\ y \text{ ————— } 50 \text{ g} \\ y = 2,77 \text{ mol de H}_2\text{O} \end{array}$$

$$X_{\text{NaOH}} = \frac{1,25 \text{ mol NaOH}}{(1,25 + 2,77)} = 0,311$$

Questão 26

São dadas as seguintes informações:

- I. O polietileno é estável até aproximadamente 340°C . Acima de 350°C ele entra em combustão.
- II. Para reduzir ou retardar a propagação de chama em casos de incêndio, são adicionados retardantes de chama à formulação dos polímeros.
- III. O $\text{Al}(\text{OH})_3$ pode ser usado como retardante de chama. Aproximadamente 220°C , ele se decompõe, segundo a reação $2\text{Al}(\text{OH})_3(\text{s}) \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3(\text{s}) + 3\text{H}_2\text{O}(\text{g})$, cuja variação de entalpia (ΔH) envolvida é igual a 1170 J g^{-1} .
- IV. Os três requisitos de combustão de um polímero são: calor de combustão, combustível e oxigênio. Os retardantes de chama interferem no fornecimento de um ou mais desses requisitos.

Se $\text{Al}(\text{OH})_3$ for adicionado a polietileno, cite um dos requisitos de combustão que será influenciado por cada um dos parâmetros abaixo quando a temperatura próxima ao polietileno atingir 350°C . Justifique resumidamente sua resposta.

- a) Formação de $\text{Al}_2\text{O}_3(\text{s})$
- b) Formação de $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$
- c) ΔH de decomposição do $\text{Al}(\text{OH})_3$

Resolução

a) Oxigênio

A formação do Al_2O_3 forma uma camada protetora na superfície do polímero, dificultando o contato com o oxigênio.

b) Combustível

A formação da água ($\text{H}_2\text{O}(\text{g})$) dilui os gases combustíveis, dificultando o processo de combustão.

c) Calor de combustão

Essa reação absorve 1170 J por grama, absorvendo, assim, o calor de combustão.

Questão 27

Sabendo que a constante de dissociação do hidróxido de amônio e a do ácido cianídrico em água são, respectivamente, $K_b = 1,76 \cdot 10^{-5}$ ($\text{p}K_b = 4,75$) e $K_a = 6,20 \cdot 10^{-10}$ ($\text{p}K_a = 9,21$), determine a constante de hidrólise e o valor do pH de uma solução aquosa $0,1 \text{ mol L}^{-1}$ de cianeto de amônio.

Resolução

$$K_w = 1,0 \cdot 10^{-14}$$
$$K_a = 6,20 \cdot 10^{-10}$$
$$K_b = 1,76 \cdot 10^{-5}$$

Como o K_a é aproximadamente 10^5 vezes menor do que o K_b , vamos considerar somente a hidrólise do ânion proveniente do ácido

	$\text{CN}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCN} + \text{OH}^-$		
início	0,1 mol/L	0	0
	gasta	forma	forma
	x	x	x
equilíbrio	(0,1 - x) mol/L	x	x

$$K_h = \frac{K_w}{K_a} = \frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{6,20 \cdot 10^{-10}} = 1,61 \cdot 10^{-5}$$

$$K_h = \frac{[\text{HCN}][\text{OH}^-]}{[\text{CN}^-]}$$

$$1,61 \cdot 10^{-5} = \frac{x \cdot x}{0,1}$$

$$1,61 \cdot 10^{-6} = x^2$$

$$x = 1,27 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$x = 1,27 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L} = [\text{OH}^-]$$

$$\text{pOH} = -(\log 1,27 \cdot 10^{-3})$$

$$\text{pOH} \approx 3$$

$$\text{pH} \approx 11$$

Assim, temos:

$$\text{constante de hidrólise } K_h = 1,61 \cdot 10^{-5}$$

$$\text{pH} \approx 11$$

Questão 28

Considere duas reações químicas (I e II) envolvendo um reagente X. A primeira (I) é de primeira ordem em relação a X e tem tempo de meia-vida igual a 50s. A segunda (II) é de segunda ordem em relação a X e tem tempo de meia-vida igual à metade da primeira reação. Considere que a concentração inicial de X nas duas reações é igual a $1,00 \text{ mol L}^{-1}$. Em um gráfico de concentração de X (mol L^{-1}) versus tempo (de 0 até 200s), em escala, trace as curvas de consumo de X para as duas reações. Indique com I a curva que representa a reação de primeira ordem e, com II, a que representa a reação de segunda ordem.

Resolução

A reação I é de 1ª ordem, o tempo de meia vida é constante e de 50s, portanto:

Concentração
inicial

$$1 \text{ mol/L} \xrightarrow{50\text{s}} \frac{1}{2} \text{ mol/L} \xrightarrow{50\text{s}} \frac{1}{4} \text{ mol/L} \xrightarrow{50\text{s}} \frac{1}{8} \text{ mol/L} \xrightarrow{50\text{s}} \frac{1}{16} \text{ mol/L}$$

$$\Delta t = 200\text{s}$$

A reação II é de 2ª ordem, ou seja, o tempo de meia vida é inversamente proporcional à concentração do reagente — neste caso, X.

$$\frac{1}{[\text{X}]_0} - \frac{1}{[\text{X}]_t} = -kt$$

Como a concentração inicial é 1 mol/L e o tempo de meia vida é metade da primeira, podemos calcular a constante de decaimento.

$$\frac{1}{[X]_0} - \frac{1}{[X]_t} = -kt$$

$$\frac{1}{1} - \frac{1}{1/2} = -k \cdot 25$$

$$k = \frac{1}{25}$$

Portanto:

$$\frac{1}{[X]_0} - \frac{1}{[X]_t} = -kt$$

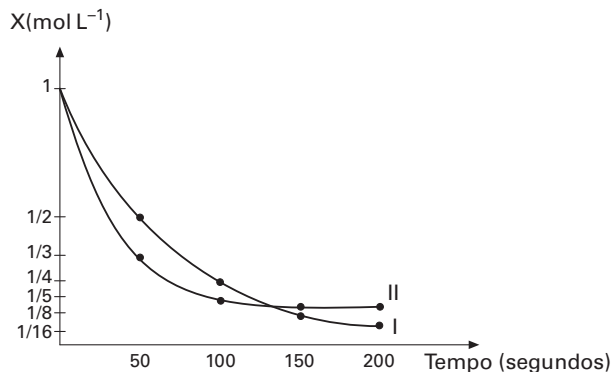
$$[X]_t = \frac{[X]_0}{1 + [X]_0 \cdot kt}$$

$$[X]_t = \frac{1}{1 + 1/25 \cdot t}$$

Utilizando a equação acima e substituindo o tempo, temos:

$[X]_t$	$t(s)$
1	0
1/3	50
1/5	100
1/6	150
1/9	200

Utilizando os dados, traça-se o gráfico:



Questão 29

Um tanque de estocagem de produtos químicos foi revestido internamente com níquel puro para resistir ao efeito corrosivo de uma solução aquosa ácida contida em seu interior. Para manter o líquido aquecido, foi acoplado junto ao tanque um conjunto de resistores elétricos alimentados por um gerador de corrente contínua. Entretanto, uma falha no isolamento elétrico do circuito dos resistores promoveu a eletrificação do tanque, ocasionando um fluxo de corrente residual de intensidade suficiente para desencadear o processo de corrosão eletrolítica do revestimento metálico.

Admitindo-se que a superfície do tanque é constituída por uma monocamada de níquel com densidade atômica igual a $1,61 \cdot 10^{19}$ átomos m^{-2} e que a área superficial do tanque exposta à solução ácida é de $5,0 m^2$, calcule:

- a) a massa, expressa em gramas, de átomos de níquel que constituem a monocamada atômica do revestimento metálico.
- b) o tempo necessário, expresso em segundos, para que a massa de níquel da monocamada atômica seja consumida no processo de dissolução anódica pela passagem da densidade de corrente de corrosão de $7,0 \mu A cm^{-2}$.

Resolução

a) densidade atômica = $1,61 \cdot 10^{19}$ átomos/m²

$$1 \text{ m}^2 \text{ ————— } 1,61 \cdot 10^{19} \text{ átomos}$$

$$5 \text{ m}^2 \text{ ————— } x$$

$$x = 8,05 \cdot 10^{19} \text{ átomos}$$

Ni → massa molar = 58,69 g/mol.

$$1 \text{ mol Ni ————— } 6,02 \cdot 10^{23} \text{ átomos ————— } 58,69 \text{ g}$$

$$8,05 \cdot 10^{19} \text{ átomos ————— } m$$

$$m = 7,85 \cdot 10^{-3} \text{ g.}$$

b) densidade de corrente = $7,0 \cdot 10^{-6}$ A/cm²

$$5 \text{ m}^2 = 5 \cdot 10^4 \text{ cm}^2$$

$$7,0 \cdot 10^{-6} \text{ A ————— } 1 \text{ cm}^2$$

$$x \text{ ————— } 5 \cdot 10^4 \text{ cm}^2$$

$$x = 0,35 \text{ A}$$

O processo de dissolução anódica do Ni(s) pode ser representado simplificada por:



$$1 \text{ mol ————— } 2 \text{ mol}$$

$$58,69 \text{ g ————— } 2 \cdot 9,65 \cdot 10^4 \text{ C}$$

$$7,85 \cdot 10^{-3} \text{ g ————— } x$$

$$x = 25,81 \text{ C}$$

A partir daí, temos que:

$$0,35 \text{ A} = 0,35 \text{ C/s} \Rightarrow 0,35 \text{ C ————— } 1 \text{ segundo}$$

$$25,81 \text{ C ————— } t$$

$$t = 73,74 \text{ segundos}$$

Questão 30

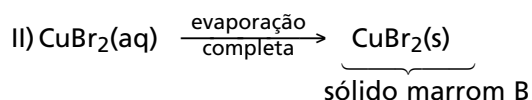
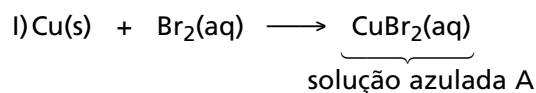
É descrita uma seqüência de várias etapas experimentais com suas respectivas observações:

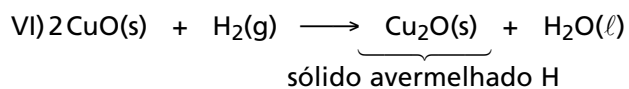
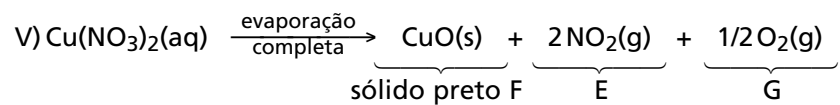
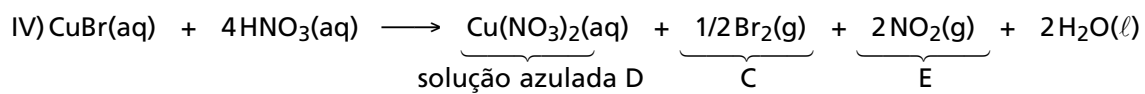
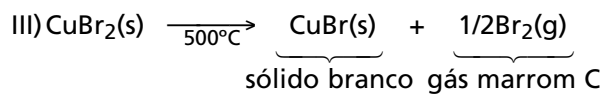
- I. Dissolução completa de um fio de cobre em água de bromo em excesso com formação de uma solução azulada A.
- II. Evaporação completa da solução A e formação de um sólido marrom B.
- III. Aquecimento do sólido B a 500°C, com formação de um sólido branco de CuBr e um gás marrom C.
- IV. Dissolução de CuBr em uma solução aquosa concentrada de ácido nítrico, formando uma nova solução azulada D e liberação de dois gases: C e E.
- V. Evaporação da solução azulada D com formação de um sólido preto F e liberação de dois gases: E e G.
- VI. Reação a quente do sólido F com hidrogênio gasoso e na ausência de ar, formando um sólido avermelhado H e liberando água.

Baseando-se nesta descrição, apresente as fórmulas moleculares das substâncias B, C, E, F, G e H.

Resolução

As etapas descritas podem ser representadas pelas equações:





COMENTÁRIO

O ITA manteve a tradição dos vestibulares anteriores. Houve algumas questões fáceis; predominaram questões difíceis e muito difíceis. A grande maioria delas envolveu Fisicoquímica. A Química Orgânica foi esquecida nesta prova.